

الأطياف الذرية

Atomic spectra

درسنا في المحاضرة السابقة:

تركيب الذرة: تتكون الذرة من جزأين أساسيين هما: النواة والإلكترونات. تتكون النواة من النيوكلونات وهي على نوعين: بروتونات الموجبة يرمز لها بالرمز p ونيوترونات معتدلة يرمز لها بالرمز n . أما الإلكترونات فهي عبارة عن جسيمات أولية سالبة الشحنة يرمز لها بالرمز e تدور حول النواة وفق مدارات محددة.

تتميز كل ذرة بشكل عام بثلاث أعداد أساسية: عدد البروتونات Z (أو عدد الإلكترونات)، ويدعى أيضاً بالعدد الذري، عدد النيوترونات N ، العدد الإجمالي للنيوكلونات A ، ويدعى أيضاً بالعدد الكتلي (أو الوزن الذري)، $A = Z + N$. يمكن تمثيل نواة ذرة عنصر ما بالصيغة الرمزية: ${}^A_Z X$

وحدة الكتلة الذرية $a. m. u$: تساوي بالتعريف $\frac{1}{12}$ من كتلة ذرة الكربون 12

$$1u = \frac{M_c}{12} = 1.66 \times 10^{-24} g$$

وحدة الطاقة الذرية: الإلكترون فولط بأنه الطاقة التي يكسبها إلكترون عندما يُسرع تحت تأثير فرق جهد قدره $1 \text{ volt} = 1.6 \times 10^{-19} J = 1 \text{ eV}$

النظرية النسبية الخاصة: تهتم بالأجسام التي تتحرك بانتظام بالنسبة لبعضها البعض. وقد وضع أينشتاين، لهذه النظرية، المسلمتين التاليتين:

(ت) إنه من المستحيل تحديد حركة مطلقة، فكل الحركات نسبية.

(ث) سرعة الضوء المقاسة في الخلاء ثابتة وهي مستقلة، سواءً، عن حركة المنبع أو المراقب.

النظرية الكمية: تنبعث الطاقة الإشعاعية، بتردد (بتواتر) ν ، أو تُمتص فقط بقيم منفصلة من مضاعفات $h\nu$ (الفوتون) حيث h ثابت بلانك. $E = h\nu$ ويُعرّف الفوتون بأنه كم الطاقة الكهربائية.

الأعداد الكمية: يوجد أربعة أعداد كمية مميزة للإلكترونات وهي: العدد الكوانتي الرئيس n وهو يُحدد المستوى الطاقى الرئيس $n = 1, 2, 3, 4, \dots$. العدد الكمي الثانوي (الفرعي) l وهو يُحدد المستويات الطاقية الثانوية، $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$. العدد الكمي المغناطيسي m_l وهو يُحدد توالد المستويات الطاقية الثانوية وتوجه المدارات الذرية في الفراغ لدى خضوع الذرة لحقل مغناطيسي خارجي. $-l \leq m_l \leq l \Leftrightarrow m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$. العدد الكمي المغناطيسي السبيني، m_s وهو يُحدد اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه حيث: $m_s = \pm \frac{1}{2}$.

4.1. مقدمة Introduction

باعتماد مبادئ الفيزياء الذرية، سنتعرف على نموذج مبسط للذرة هو نموذج بور لذرة الهيدروجين. وسنطلع على السلاسل الطيفية وكيف استجابت نظرية بور للنتائج التجريبية لهذه السلاسل الطيفية. وتساعد السلاسل الطيفية على دراسة الذرات والتعرف على أنواعها عن طريق الإشعاعات التي تصدرها. تُسمى هذه الإشعاعات خطوطاً طيفية، حيث يمثل مجموع هذه الخطوط ما يُسمى بطيف الذرة. وتتميز كل ذرة بطيف يخصها، حيث يمكن التعرف عليها بواسطته.

4.2. نظرية بور للذرة Bohr's theory of atom

تعتمد نظرية بور على المسلمات التالية:

a. لا تستطيع الإلكترونات ذرة ما الدوران حول النواة إلا على بعض المدارات المسموحة.

b. عندما يكون الإلكترون على مداره المسموح لا يشع أية طاقة ويقال أن حالته الطاقية مستقرة. وقد وضع بور هذه المسلمة لأن للإلكترون الذي يدور حول النواة تسارعاً مركزياً، وحسب النظرية التقليدية للإشعاع فإن الإلكترون سيصدر إشعاعاً كهرومغناطيسياً. وبالتالي ستتناقص طاقته باستمرار مما يجعله يأخذ مساراً حلزونياً (لولبياً) ويسقط في حقل النواة. وهذا ما يخالف النتائج التجريبية التي تبين أن الذرة مستقرة.

c. عندما يكون الإلكترون في مداره المسموح فإن كمية حركته الزاوية $L = mvr$ تحقق العلاقة التالية:

$$L_n = mv_n r_n = n\hbar \quad ; \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad (1)$$

حيث r_n و v_n نصف قطر مدار الإلكترون المسموح وسرعة الإلكترون في هذا المدار على الترتيب و $\hbar = h/2\pi$.

d . لينتقل الإلكترون من مدار i قريب من النواة طاقته E_i إلى مدار f أبعد عن النواة طاقته E_f يجب أن يمتص طاقة من الوسط الخارجي تساوي:

$$h\nu = E_f - E_i$$

وعندما ينتقل الإلكترون من مدار i أبعد عن النواة طاقته E_i إلى مدار f أقرب إلى النواة طاقته E_f فإنه يصدر طاقة تساوي:

$$h\nu = E_i - E_f$$

ويمكن تلخيص هذه المسلمة كما يلي:

تصدر الذرة إشعاعاً في لحظة ما إذا انتقل الإلكترون من سوية طاقة عليا مسموح بها إلى سوية طاقة دنيا مسموح بها أيضاً أي هناك إصدار للطاقة، وفي الحالة المعاكسة يكون هناك امتصاص للطاقة.

مثال(1):

استخدم نظرية بور لذرة الهيدروجين للحصول على ما يلي: (أ) نصف قطر مدار الإلكترون r_n . (ب) الطاقة الكلية للإلكترون E_n في مدار نصف قطره r_n . (ج) الطاقة التي تشعها ذرة الهيدروجين عندما ينتقل الإلكترون من مدار خارجي إلى مدار داخلي.

الحل:

(أ) إذا فرضنا أن الإلكترون، ذي الكتلة m والشحنة $-e$ ، يدور بسرعة v_n ونصف قطر r_n حول النواة التي شحنتها $+ze$ فإن قوة التجاذب بين الإلكترون والنواة تعطى كما يلي: $F = k \frac{ze^2}{r_n^2}$. وتوجد قوة مركزية $F = mv_n^2 / r_n$ تضمن بقاء الإلكترون في مساره الدائري المسموح n . وبما أن هاتين القوتين متساويتان فإن:

$$k \frac{ze^2}{r_n^2} = mv_n^2 / r_n \Rightarrow$$

$$k \frac{ze^2}{r_n} = mv_n^2 \quad (2)$$

وتعطى الطاقة الكلية E_n للإلكترون وباستخدام العلاقة (2) كما يلي:

$$E_n = P.E + E_k = -eV + \frac{1}{2}mv_n^2 = -ek \frac{ze}{r_n} + \frac{1}{2}k \frac{ze^2}{r_n} = -\frac{1}{2}k \frac{ze^2}{r_n} \quad (3)$$

وتشير الإشارة السالبة في العلاقة السابقة إلى أن E_n تسعى إلى الصفر عندما يسعى r_n إلى اللانهاية. وتشير الإشارة السالبة في العلاقة السابقة أيضاً إلى أن E_n تزداد سلبية (تصبح أصغر) كلما اقترب الإلكترون من النواة. ويعني هذا أن الذرة تشع (تخسر) طاقة كلما انتقل الإلكترون إلى مدار r_n أصغر.

واعتماداً على العلاقة (1) نجد:

$$r_n = \frac{n\hbar}{mv_n}$$

وبالتعويض في العلاقة (2) نجد:

$$v_n = k \frac{ze^2}{n\hbar}$$

وبالتعويض في (2) من جديد نجد:

$$r_n = \frac{1}{k} \frac{n^2 \hbar^2}{mze^2}$$

حيث: $k = 9 \times 10^9 \text{ N.m}^2/\text{C}^2$ ويمثل ثابت كولون.

(ب) بتبديل قيمة r_n من العلاقة السابقة في (3) وعن $\hbar = h/2\pi$ نجد:

$$E_n = -k^2 \frac{2\pi^2 m z^2 e^4}{h^2} \frac{1}{n^2} \quad ; n=1,2,3,\dots \quad (4)$$

ونلاحظ من العلاقة السابقة أن تكميم L_n قد أدى إلى تكميم الطاقة الكلية للإلكترون E_n .

(ج) اعتماداً على المعادلة (4) وعلى الفرض الرابع لبور نستطيع حساب طاقة الإشعاع الصادر عن انتقال الإلكترون من مدار خارجي i عدده الكمي n_i إلى مدار داخلي f عدده الكمي n_f كما يلي:

$$h\nu = E_i - E_f = k^2 \frac{2\pi^2 m z^2 e^4}{h^2} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

وحيث أن $v = \frac{c}{\lambda}$ نجد:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{k^2 2\pi^2 m z^2 e^4}{h^3 c} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (5)$$

ويمكن أن تُكتب العلاقة السابقة كما يلي:

$$\frac{1}{\lambda} = R_\infty \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (6)$$

حيث: $R_\infty = \frac{k^2 2\pi^2 m e^4}{h^3 c} = 1.097373 \times 10^7 m^{-1}$ يُعرف بثابت ريدبرغ *Rydberg* النظري

لنواة ذرة الهيدروجين ($z = 1$) التي كتلتها لا نهائية.

إن العلاقة السابقة هي المعادلة النظرية لمعادلة تجريبية كان قد استنتجها تجريبياً بالمر و آخرون عام 1908 لذرة الهيدروجين والتي تُعطى كما يلي:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right) : n = 3, 4, 5, \dots \quad (7)$$

حيث: $R_H = 1.096776 \times 10^7 m^{-1}$ هي القيمة التجريبية لثابت ريدبرغ لذرة الهيدروجين.

ونلاحظ مما سبق أن قيمتي ثابت ريدبرغ النظرية والتجريبية لا تختلفان كثيراً.

4. 3. ثوابت ريدبرغ لنظائر الهيدروجين *Rydberg constants for hydrogen isotopes*

إن أحد أسباب الخلاف بين القيمة التجريبية R_H والقيمة النظرية R_∞ هو تطبيق فروض بور

على نواة كتلتها لانتهائية بالنسبة لكتلة الإلكترون. ومن أجل تدارك هذا الخلاف تُطبق نظرية بور بعد الأخذ بعين الاعتبار كتلة النواة M بالإضافة لكتلة الإلكترون m . وتُطبق فرضيات بور على إلكترون كتلته المختزلة μ تُعطى كما يلي:

$$\mu = \frac{mM}{m+M} = m \frac{1}{\left(1 + \frac{m}{M}\right)}$$

والتي تدل على أن $\mu \rightarrow m$ عندما تُعتبر كتلة النواة M لا نهائية الكبر.

ولما كانت $M/m=1836$ هنا لذرة الهيدروجين فإن الكتلة المختزلة للإلكترون تقترب كثيراً من m وتساوي: $\mu=0.9994556m$.

وبأخذ الكتلة المختزلة للإلكترون، فإن فرض بور c (الثالث) يأخذ الشكل التالي:

$$L_n = \mu v_n r_n = n\hbar \quad : n=1,2,3,\dots$$

وبإجراء نفس الاشتقاقات التي قمنا بها سابقاً، في المثال (1)، سنجد معادلة مشابهة للمعادلة (6) تُعطى كما يلي:

$$\frac{1}{\lambda} = R_M \left(\frac{1}{n_f} - \frac{1}{n_i} \right) \quad (8)$$

حيث أن: $R_M = \frac{k^2 2\pi^2 \mu e^4}{h^3 c} = \frac{\mu}{m} R_\infty$ يُعرف بثابت ريديبرغ لنواة ذرة الهيدروجين. وبعد تبديل $M/m = 1836$ في العلاقة السابقة نجد:

$$R_M = 0.999455R_\infty$$

وبعد التعويض عن قيمة R_∞ في العلاقة السابقة نجد:

$$R_M = 1.096775 \times 10^7 m^{-1}$$

وهذه القيمة النظرية R_M تتفق جيداً مع القيمة التجريبية R_H .

لقد أدى هذا التصحيح إلى اكتشاف الديتريوم *deuterium*، حيث أن الهيدروجين الطبيعي يتكون من نظيرين أحدهما الهيدروجين 1_1H كتلته $1.0078u$ والآخر الديتريوم الذي يرمز له بـ 2_1H أو بـ 2_1D والتي تتكون نواته من بروتون ونيوترون وتساوي كتلته $2.0141u$. واعتماداً على ما سبق فإن ثابت ريديبرغ النظري لهذين النظيرين، هما:

$$R_H = \frac{\mu}{m} R_\infty = \frac{M_H}{M_H + m} R_\infty = 1.09678 \times 10^7 m^{-1}$$

$$R_D = \frac{\mu}{m} R_\infty = \frac{M_D}{M_D + m} R_\infty = 1.09707 \times 10^7 m^{-1}$$

ونتيجة لهذا الخلاف البسيط بين R_D و R_H فإن الخطوط الطيفية الناتجة عن هذين النظيرين يحدث لها إزاحة يمكن ملاحظتها.

4.4. توزيع الإلكترونات على الطبقات الإلكترونية الفرعية *Distribution of electrons on subatomic levels*

يتم توزيع الإلكترونات على الطبقات الإلكترونية الفرعية (الثانوية) حسب مبدأ الاستبعاد لباولي الذي ينص على ما يلي: لا يمكن أن يتواجد في الذرة إلكترونان لهما نفس الأعداد الكمية الأربعة n, l, m_l, m_s .

يتحدد عدد الإلكترونات في كل طبقة فرعية بالعدد الكمي m_l و m_s ويُشار إلى ذلك بعدد يوضع على شكل أس (قوة) فوق الحرف الذي يُحدد الطبقة الفرعية ويساوي إلى $2 \times (2l+1)$ ويُوضع العدد الرئيس n قبل الطبقة الفرعية والذي يدل على رقم الطبقة الرئيسة. ويتحدد عدد الإلكترونات الأعظمي N في كل طبقة رئيسة بالعلاقة: $N = 2 \times n^2$.


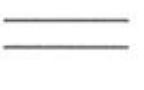

ولترتيب الإلكترونات على الطبقات الرئيسة نعود للعلاقة (4) ونعوض فيها عن الثابت بقيمها فنجد:

$$E_n = -\frac{13.6Z^2}{n^2} \text{ (eV)} \quad : n=1,2,3,\dots \quad (9)$$

واعتماداً على ما أشرنا إليه أعلاه يبين الشكل (1) توزيع الإلكترونات على الطبقات الرئيسة والفرعية كما يبين طاقات ارتباط الإلكترونات لكل طبقة. ولتوضيح هذا الشكل نأخذ الطبقة الرئيسة $n = 2$ فنجد فيها طبقتين فرعيتين هما $2s, 2p$. وكما هو مبين في الشكل فإن الرمز الطيفي s يوافق $l = 0$. وبالتالي عدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في هذه الطبقة يساوي

$2(2l+1) = 2$. وبنفس الأسلوب فإن عدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في الطبقة الفرعية p يساوي $2(2l+1) = 2(2 \times 1 + 1) = 6$. وبالتالي العدد الكلي للإلكترونات في الطبقة الرئيسة

$n = 2$ يساوي $2n^2 = 8$. وهكذا بالنسبة لبقية الطبقات الفرعية والرئيسة.

			الرموز الطيفية	قيم ℓ المقابلة للرموز الطيفية	عدد الإلكترونات في الطبقات الفرعية	رقم الطبقة	عدد الإلكترونات في الطبقة
			↓			↓	
M	$-1.51z^2$ eV		d p s	2 1 0	10 6 2	3	18
L	$-3.4z^2$ eV		p s	1 0	6 2	2	8
K	$-13.6z^2$ eV		s	0	2	1	2
E_n	● نواة			ℓ	$2(2\ell+1)$	n	$2n^2$

الشكل (1): توزيع الإلكترونات على الطبقات الرئيسية والفرعية في الذرة.

مثال (2):

برهن أن مدار الإلكترون يكون مسموحاً فقط إذا احتوى محيطه على عدد صحيح من أطوال موجات دي بروي.

الحل:

من الفرض الثالث من فروض بور نكتب:

$$L_n = p_n r_n = n\hbar = nh/2\pi \quad : \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

واعتماداً على معادلة دي بروي نكتب $\lambda_n = h/p_n$. ومنها نجد: $p_n = h/\lambda_n$. وبالتعويض في المعادلة السابقة نجد:

$$2\pi r_n = n\lambda_n \quad : n=1,2,3,\dots$$

أي أن المدار n يكون مسموحاً إذا كان محيطه $2\pi r_n$ يساوي عدداً صحيحاً من الطول الموجي λ_n .

مثال (3):

ما الأعداد الكمية التي تميّز ذرة الهيدروجين والتي فيها الإلكترون يملك أقل طاقة؟

الحل:

بما أن الإلكترون يملك أقل طاقة، أي -13.6 eV ، فهو في الطبقة الرئيسة $n = 1$ وبما أن l يأخذ قيماً بين 0 و $(n-1)$ فإن $l = 0$. وحيث أن $-l \leq m_l \leq l$ فإن $m_l = 0$. وباختصار نكتب الأعداد الكمية المطلوبة:

$$n=1, \quad \ell=0, \quad m_\ell=0, \quad m_s=\pm\frac{1}{2}$$

مثال (4):

رتب الإلكترونات في ذرات الهيدروجين ${}_1H$ الآزوت ${}_7N$ والصوديوم ${}_{11}Na$ المستقرة.

الحل:

$${}_1H : 1s^1$$

$${}_7N : 1s^2 2s^2 2p^3$$

$${}_{11}Na : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

4. 5. أطياف الإصدار (الخطوط الطيفية) (*Emission spectra (the lines spectral)*)

لنأخذ حالة ذرة الهيدروجين ($z = 1$)، فعندما يقفز إلكترون من مداره ذات الطاقة E_i إلى مدار آخر أدنى مسموح به ذات الطاقة E_f فإن الإلكترون وبالتالي ذرة الهيدروجين تتخلّى عن جزء من طاقتها تُعطى، اعتماداً على المعادلة (9)، بالعلاقة الرياضية التالية:

$$\Delta E_n = E_i - E_f = 13.6 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

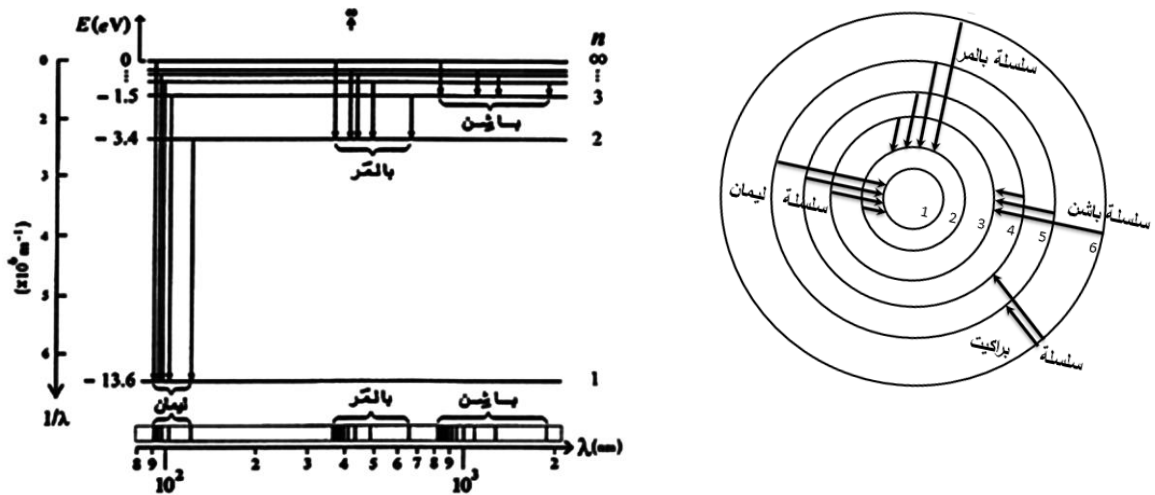
من المعروف بأن هذا الفرق في الطاقة يظهر على شكل طاقة مشعة $\Delta E_n = h\nu$ (أو على شكل خط طيفي) ذات طول موجي $\lambda = \frac{c}{\nu}$ يتحدد بالعلاقة الرياضية التالية:

$$\lambda = \frac{hc}{13.6} \times \frac{n_f^2 \times n_i^2}{(n_i^2 - n_f^2)}$$

حيث $h = 6.62 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ يمثل ثابت بلانك، $c = 3 \times 10^8 \text{ m} \times \text{s}^{-1}$ تمثل سرعة الضوء في الخلاء و ν تمثل تواتر الإشعاع الصادر ويقدر حسب الجملة الدولية بالـ s^{-1} أما λ فتقدر بالـ m .

4. 6. السلاسل الطيفية Spectral series

لنأخذ على سبيل المثال حالة ذرة الهيدروجين حيث يتشكل لدينا عدة سلاسل من الخطوط الطيفية الممثلة لعودة الإلكترون المحرض إلى مداره (انظر الشكل 2). ويُعبر في هذا الشكل، لكل سلسلة، عن الانتقالات الإلكترونية من المستويات الابتدائية n_i إلى المستوي النهائي n_f بخطوط شاقولية ذيولها عند المستويات الابتدائية ورؤوسها عند المستوي النهائي ($n_i > n_f$) وفي أسفل الشكل نبين قيم بعض الأطوال الموجية المحسوبة لهذه السلاسل على تدرج لوغاريتمي. كما نبين الخط الذي يمثل الانتقال من المستوي الابتدائي n_∞ .



الشكل (2): الرسم التخطيطي، حسب نموذج بور لذرة الهيدروجين، لمستويات الطاقة بوحدة الـ eV . كما يبين خطوط طيف الإصدار لسلسلة ليمان وبالمر وباشن.

وننوه إلى أن دراسة خطوط طيف الإصدار تساعد على التعرف على الذرات، إذ تتمتع كل ذرة بطيف إصدار يخصصها.

4.7. تصنيف العناصر الذرية *Classification of atomic elements*

يمكن تصنيف نوى العناصر الذرية تبعاً للأعداد A ، Z و N في مجموعات هي:

4.7.1. النظائر *Isotopes*

هي عبارة عن مجموعة من العناصر الذرية (عنصرين أو أكثر) تتميز بكونها تمتلك نفس العدد الذري (لذا نكتب *Isotopes* بإبدال s ب z) ولكنها تختلف فيما بينها بعدد النيوترونات وبالتالي بالعدد الكتلي. تتميز النظائر بأنها تمتلك خواص كيميائية متشابهة إلا أن خواصها الفيزيائية مختلفة قليلاً وذلك بسبب الاختلاف في كتلتها الذرية (مثل سرعة التبخر والانتشار كما تبدي اختلافاً في خواصها النووية).

نذكر على سبيل المثال: 1_1H , 2_1H , 3_1H

4.7.2. الأيزوبارات *Isobars*

هي عبارة عن مجموعة من العناصر الذرية (عنصرين أو أكثر) تتميز بكونها تمتلك نفس العدد الكتلي (لذا نكتب *Isobars*) ولكنها تختلف فيما بينها بالعدد الذري وكذلك بعدد النيوترونات. تبدي هذه العناصر اختلافاً بالخواص الكيميائية وذلك بسبب اختلاف عدد البروتونات فيها، في حين أنها تمتلك خواص نووية متشابهة كون البروتونات والنيوترونات تلعب نفس الدور في النواة. نذكر على سبيل المثال:

${}^{14}_6C$, ${}^{14}_7N$, ${}^{14}_8O$

4.7.3. الأيزوتونات *Isotones*

هي عبارة عن مجموعة من العناصر الذرية (عنصرين أو أكثر) تتميز بكونها تمتلك نفس العدد من النيوترونات (لذا نكتب *Isotones*) ولكنها تختلف فيما بينها بالعدد الذري وكذلك بالعدد الكتلي من دون أن يؤدي ذلك إلى خواص مشتركة فيما بينها. نذكر على سبيل المثال: ${}^{14}_6C$, ${}^{15}_7N$, ${}^{16}_8O$

4.7.4. الأيزوميرات (المماكبات) *Isomers*

هي عبارة عن مجموعة من العناصر الذرية (عنصرين) تتميز بكونها تمتلك نفس العدد الكتلي والعدد الذري ولها نفس العدد من النيوترونات إلا أنها تختلف فيما بينها بطاقتها الداخلية. تتصف هذه العناصر بكونها عناصر مشعة وتتميز بنصف عمر قصير. نذكر على سبيل المثال: ${}^{99m}_{43}Tc$, ${}^{99}_{43}Tc$

4. 7. 5. النوى المرآتية *Mirror nuclei*

هي مجموعة من النوى (نواتين) تمتلك نفس العدد الكتلي إلا أن عدد بروتونات (نيوترونات) إحداها يساوي عدد نيوترونات (بروتونات) الأخرى وبالعكس نذكر على سبيل المثال: ${}^{11}_5B, {}^{11}_6C$.

4. 7. 6. النوى الزوجية (الشفعية)

هي النوى التي تحتوي على عدد زوجي من البروتونات والنيوترونات.

4. 7. 7. الأعداد السحرية والنوى السحرية *Magic numbers and magic nuclei*

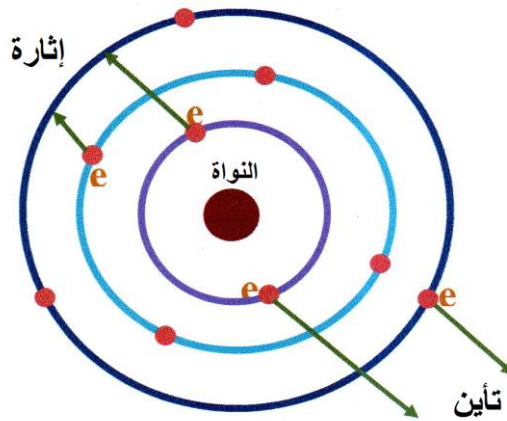
الأعداد السحرية هي: 2, 8, 20, 28, 50, 82, 126 أما النوى السحرية فهي عبارة عن النوى التي تضم عدداً من البروتونات أو النيوترونات يساوي أحد تلك الأعداد السحرية، وتعتبر هذه النوى من أكثر النوى استقراراً وانتشاراً في الطبيعة (تأخذ هذه النوى شكلاً كروياً). تمتاز النوى ذات العدد السحري من النيوترونات بكونها أكثر استقراراً من غيرها. وقد وجد بأن كل نواة تمتلك أحد الأعداد السحرية لها عدد كبير من النظائر أو الإيزوتونات المستقرة. كما تتميز النوى السحرية بطاقة تهيج عالية.

4. 8. طاقة التأين (التشرد) وطاقة الإثارة (التهيج)

Excitation and ionization energy

4. 8. 1. طاقة التأين *Ionization energy*

هي عبارة عن الطاقة الواجب تقديمها من أجل اقتلاع إلكترون من مداره في الذرة إلى خارجها دون إكسابه طاقة حركية (انظر الشكل 3)



الشكل (3)

4. 8. 2. طاقة لإثارة Excitation energy

هي عبارة عن الطاقة الواجب تقديمها كي نتمكن من نقل إلكترون من مداره إلى مدار أعلى دون إخراجها من الذرة، وبالتالي تنتقل الذرة من الحالة المستقرة إلى الحالة غير المستقرة (الشكل 3).

4. 9. القوى في النواة The forces in the nucleus

توجد في النواة قوى هي:

4. 9. 1. القوى الكولونية Coulomb forces

هي عبارة عن قوى تدافعية تطبق بين الجسيمات المشحونة (بروتونات) وتتغير تبعاً لـ $\frac{1}{r^2}$ حيث r يمثل المسافة الفاصلة بين مركزي الجسمين المشحونين.

4. 9. 2. القوى النووية Nuclear forces

هي عبارة عن قوى تجاذبيه تطبق بين النيوكليونات بشكل مستقل عن شحنتها وهذه القوى تكون أشد تأثيراً على مسافة قصيرة وتتغير تبعاً لـ $\frac{1}{r^7}$.

4. 9. 3. قوى التوتر السطحي Surface tension forces

عبارة عن قوى تجاذبيه تطبق بين النيوكليونات المحيطة في النوى الثقيلة. وتتمتع هذه القوى بخواص الإشباع، أي أن كل نيوكليون يتبادل التأثير فقط مع عدد محدد من النيوكليونات المجاورة. لذلك لا تزداد القوى النووية في النواة عند زيادة عدد النيوكليونات فيها. والأمر نفسه يحدث بالنسبة لقوى التناثر الكهربائي بين البروتونات. وهذا يساعد على تفسير الاستقرار الأدنى لنوى العناصر الثقيلة.

4. 10. نقص الكتلة Mass defect

لقد أثبتت التجارب أن كتلة النواة لا تساوي مجموع كتل الجسيمات الداخلة في تركيبها من بروتونات ونيوترونات وهي بشكل حر، وإنما تكون دائماً أقل من ذلك. يدعى الفرق بين هذين المقدارين بنقص الكتلة ويرمز له بالرمز ΔM ويعبر عن ذلك بالصيغة الرياضية التالية:

$$\Delta M = Z. m_p + N. m_n - M(A, Z)$$

حيث $M(A, Z)$ تمثل كتلة النواة.

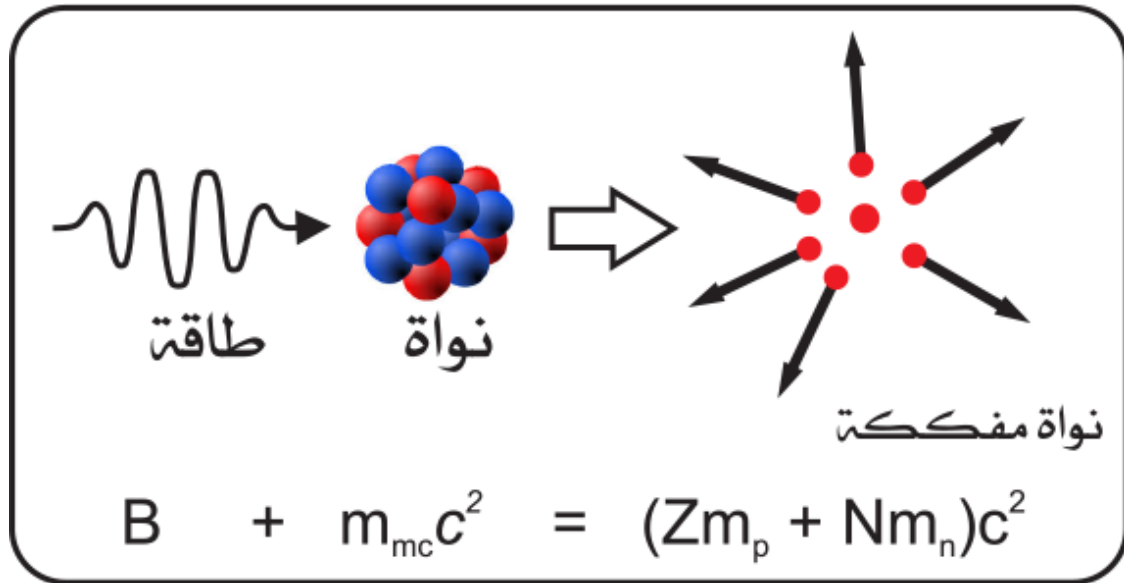
4. 11. طاقة الارتباط النووية Nuclear binding energy

هي عبارة عن أصغر طاقة لازمة لتفريق النواة إلى مكوناتها الأساسية من بروتونات ونيوترونات. تعطى طاقة الارتباط للنواة $E_\ell(A,Z)$ حسب إينشتاين بالعلاقة التالية:

$$E_\ell(A,Z) = \Delta M c^2 = [Z. m_p + N. m_n - M(A,Z)] c^2$$

نستخدم أحياناً عوضاً عن طاقة الارتباط E_ℓ متوسط طاقة الارتباط للنكليون E وهي بالتعريف عبارة عن طاقة الارتباط للنواة مقسومة على عدد النيوكليونات الموجودة في النواة أي أن:

$$E = \frac{E_\ell(A,Z)}{A}$$



الشكل (4) طاقة الارتباط للنواة هي أصغر طاقة لازمة لتفريق النواة إلى مكوناتها الأساسية من بروتونات ونيوترونات

مثال (5):

احسب طاقة الارتباط ومتوسط طاقة الارتباط للنكليون في نواة الديتريوم 2_1H علماً أن

$$M_d = 2.014u, m_p = 1.0078u, m_n = 1.0087u$$

الحل:

$$E_{\ell}(2,1) = \Delta mc^2 = 0.0024uc^2 = 0.0024 \times 931.5 = 2.24 \text{ MeV}$$

$$E = \frac{E_{\ell}(2,1)}{2} = 1.12 \text{ MeV}$$

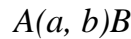
4. 12. التفاعل النووي Nuclear reaction

هو عبارة عن التأثير المتبادل بين نواة ذرة ما مع جسيم عنصري أو مع نواة أخرى تتحول فيه النواة الهدف إلى نواة أخرى. يتحقق التفاعل النووي عادة بصدم نواة أو جسيم يُدعى عادةً بالقذيفة وهي عبارة عن نواة خفيفة في أغلب الأحيان (مثل: البروتون، الديتيريوم، جسيم ألفا،...) لنواة أخرى تدعى بالهدف (مثل الألمنيوم). ولكي تقترب النواة القذيفة إلى مسافة صغيرة جداً من النواة الهدف لا بد من تسريعها كي تتغلب على قوى التنافر الكولونية بين الشحنتين الموجبتين للنواتين القذيفة والهدف. تُسرّع القذيفة عادةً بواسطة فرق كمون يبلغ عدة ملايين فولط.

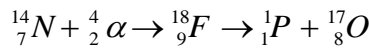
يمكن تمثيل التفاعل النووي بالمخطط العام التالي:



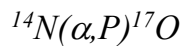
حيث a يمثل الجسيم المقذوف، b يمثل الجسيم الناتج، A تمثل النواة الهدف، B تمثل النواة الناتجة، و C تمثل النواة المركبة. كما تستخدم أحياناً طريقة مختصرة لكتابة التفاعل النووي على الشكل التالي:



وكمثال على ذلك، لنأخذ تفاعل جسيم ألفا مع نوى ذرات الأزوت وفق التفاعل النووي التالي:



يكتب هذا التفاعل النووي بالصيغة المختصرة كما يلي:



4. 13. قوانين انحفاظ التفاعلات النووية Conservation laws of nuclear reactions

من أهم هذه القوانين نذكر ما يلي:

a. انحفاظ الشحنة conservation of charge.

b. انحفاظ الكتلة *conservation of mass*.

c. انحفاظ عدد النيوكليونات *conservation of nucleons number*.

d. انحفاظ العدد الذري *conservation of atomic number*.

e. انحفاظ الطاقة *conservation of energy*.

ونذكر: لكل جسيم طاقة كلية E هي عبارة عن مجموع طاقتيه السكونية $m_0 c^2$ والحركية E_k أي أن:

$$E = m c^2 = m_0 c^2 + E_k$$

حيث m_0 كتلة الجسيم السكونية، m كتلة الجسيم النسبية (المتحركة). وتحسب من المعادلة التالية، التي أشرنا إليها سابقاً:

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - v^2 / c^2}}$$

حيث c سرعة الضوء في الخلاء و v سرعة الجسيم.

إضافات مدرس المقرر